Photovoltaik für Ihr Business
Kosten senken und Geld verdienen
Mehr erfahren

2.4.2 Zwischenmolekulare Kräfte

Bisher haben wir uns mit den Kräften in einem Teilchen oder einer Verbindung beschäftigt. Nun wollen wir die Kräfte betrachten, die zwischen z.B. Molekülen herrschen und die verantwortlich für den Zustand der Materie sind.

Die Bindungen in einem Molekül sind normalerweise recht stark. Man muß deshalb einem Molekül viel Energie zuführen, um die Bindung zu spalten. (siehe Bindungsenergieen) Wassermolekäle sind zum Beispiel bis über 500 °C stabil, erst bei höheren Temperaturen zerfallen sie in Wasserstoff und Sauerstoff.

Dagegen sind die Bindungen zwischen den Molekülen relativ schwach.
Im Allgemeinen beträgt die Energie der **zwischenmolekularen Kräfte weniger als 50 kJ/mol.**
Da natürlich die Ladungen der Moleküle sich nicht nur im Molekül beeinflussen sondern Elektronen eines Moleküls auch die positive Ladungen eines anderen Moleküls anziehen, falls der Abstand genügend klein ist, gibt es überhaupt solche **zwischenmolekulare Kräfte**.

Um die Anziehungskraft zwischen zwei HCl-Molekülen in der flüssigen Phase zu trennen, muß man nur **16 kJ/mol** an Energie aufwenden (d.h. die Verdampfungsenergie). Dagegen braucht man **431 kJ/mol Energie**, um die kovalente Bindung zwischen den H- und Cl-Atomen im HCl-Molekül zu spalten.

Das bedeutet: Die Temperatur, bei der eine Flüssigkeit kocht spiegelt die kinetische Energie wieder, die benötigt wird, um die zwischenmolekularen Kräfte zu überwinden = Siedepunkt).

Konsequenz: **Die Stärke der zwischenmolekularen Kräfte bestimmt die physikalischen Eigenschaften eines Stoffes.**

Ohne das Bose-Einstein-Kondensat kann Materie in drei Aggregatzuständen auftreten: **fest - flüssig - gasförmig.**

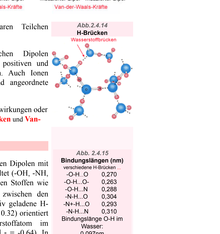
In einem **Feststoff** ist die kinetische Energie gering verglichen mit den zwischenmolekularen Kräften. Deshalb bewegen sich die Teilchen nur wenig um eine bestimmte Position.

In einer **Flüssigkeit** ist die Bewegungsenergie ähnlich den zwischenmolekularen Kräften. deshalb bewegen sich die Teilchen (in der Regel bleiben sie innerhalb des eigenen Teilchendurchmessers.)

In der Abbildung 2.4.9 unten sind die verschiedenen Aggregatzustände zu sehen.

Abb. 2.4.12
Aggregatzustände

Links sind die verschiedenen Aggregatzustände zu sehen. Die Teilchen bewegen sich in dem einen unterschiedlichen Abstand. Im festen Zustand sind sie am nächsten zusammen, z.B. in einem Gitter wie beim Li. Im flüssigen oder gasförmigen sind sie weiter auseinander. Im gasförmigen Zustand sind sie am weitesten auseinander.



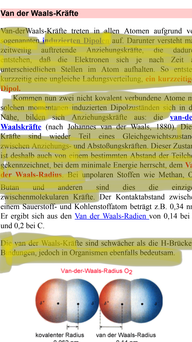
Im **gasförmigen Zustand** ist die kinetische Energie größer als die zwischenmolekularen Kräfte. Deshalb bewegen sie sich frei und kollidieren auch nicht so häufig wie in einer Flüssigkeit.

Geht man nach dem Teilchentyp (Molekül oder Ion), kann man 5 verschiedene Wechselwirkungen unterscheiden:

1. **Ion - Dipol-Wechselwirkungen**
2. **Ion - Unpolares Teilchen (=Induzierte Dipole)**
3. **Dipol - Dipol-Wechselwirkungen**
4. **Dipol - Unpolares Teilchen (=Induzierte Dipole)**
5. **Induzierte Dipole - Induzierte Dipole**

Ein bestimmtes Teilchen kann deshalb auch verschiedene zwischenmolekulare Wechselwirkungen ausüben. Induzierte Dipol-Wechselwirkungen herrschen zwischen allen Teilchen. Dazu kommen je nach Teilchenart (Ion oder Dipol) noch andere Kräfte.

Abb. 2.4.13
Zwischenmolekulare Kräfte
(siehe unten)



Wichtig ist, daß auch zwischen unpolaren Teilchen Wechselwirkungen auftreten können.

Es ist leicht verständlich, daß zwischen Dipolen Bindungskräfte auftreten können, wenn die positiven und negativen Ladungsschwerpunkte sich nähern. Auch ionen üben eine Anziehungskraft auf entsprechend angeordneten Dipole aus.

Die wichtigsten zwischenmolekularen Wechselwirkungen oder Nebenvalenz-bindungen sind **Wasserstoffbrücken** und **Van-der-Waalskräfte**.

Wasserstoffbrücken

In Wasser, wässrigen Lösungen und bei anderen Dipolen mit einer polaren Bindung, die ein H-Atom beinhaltet (-OH, -NH, -SH) also z.B. HCl oder NH_3 oder organischen Stoffen wie Alkoholen (Ethanol, Methanol) bilden sich zwischen den Molekülen Wasserstoffbrücken aus. Das positiv geladene H-Atom im Wassermolekül (Partialladung: d + = 0.32) orientiert sich zu einem negativ geladenen Sauerstoffatom im benachbarten Wassermolekül (Partialladung: d - = -0.64). In **flüssigem Wasser** sind statistisch 3,4 solcher **Wasserstoffbrückenbindungen** ausgebildet. Diese Bindungen bilden sich ständig und werden durch die Bewegung der Moleküle wieder aufgepalten.

Im **Eis** besitzt Wasser eine Maximalzahl von 4 Wasserstoffbrückenbindungen mit einer geordneten Kristallstruktur.
Die Wasserstoffbrückenbindungen sind die Ursachen für die Zerreißfestigkeit des Wassers, die **Kohäsion**. Dies äußert sich auch im ungewöhnlich hohen Siedepunkt von 100° C bei 1 bar Druck.

Wasserstoffbrückenbindungen sind für die Stabilität und Reaktivität vieler biochemischer Stoffe (Molekülen in Zellen) sehr wichtig z.B. Eiweiße (=Proteine) oder Nukleinsäuren (z.B. DNA = Erbinformation). Proteine bestehen aus fadenförmigen Molekülen, die meist ein wollknäuelartige Struktur haben.

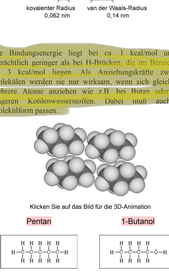


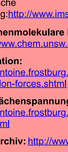
Abb. 2.4.17
Ausschnitt aus einem Protein

Van der Waals-Kräfte

Van-der-Waals-Kräfte treten in allen Atomen aufgrund von sogenannten elektrischen Dipol auf Darunter versteht man zeitweise auftretende Anziehungskräfte, die dadurch entstehen, daß die Elektronen sich je nach Zeit an unterschiedlichen Stellen im Atom aufhalten. So entsteht kurzzeitig eine ungleiche Ladungsverteilung, ein kurzzeitiger Dipol.

Kommen nun zwei nicht kovalent verbundene Atome mit solchen momentan induzierten Dipolmomenten in die Nähe, bilden sich Anziehungskräfte aus, die **van-der-Waalskräfte** (nach Johannes van der Waals, 1880). Diese Kräfte sind wieder Teil eines Gleichgewichtszustandes zwischen Anziehungs- und Abstoßungskräften. Dieser Zustand ist deshalb auch von einem bestimmten Abstand der Teilchen gekennzeichnet, bei dem minimale Energie herrscht, dem **Van der Waals-Radius**. Bei unpolaren Stoffen wie Methan, CH_4, Butan und anderen sind dies die einzigen zwischenmolekularen Kräfte. Der Kontaktabstand zwischen einem Sauerstoff- und Kohlenstoffatom beträgt z.B. 0,34 nm. Er ergibt sich aus den Van der Waals-Radien von 0,14 bei O und 0,2 bei C.

Die van der Waals-Kräfte sind schwächer als die H-Brücken-Bindungen, jedoch in Organismen ebenfalls bedeutsam.



Die Bindungsenergie liegt bei ca. 1 kcal/mol und ist berächtlich geringer als bei H-Brücken, die im Bereich von ca. 3 kcal/mol liegen. Als Anziehungskräfte zwischen Molekülen werden sie nur wirksam, wenn sich gleichzeitig mehrere Atome anziehen wie z.B. bei Butan oder noch längeren Kohlenwasserstoffen. Dabei muß auch die Molekülform passen.

Klicken Sie auf das Bild für die 3D-Animation

Pentan	1-Butanol
Molmasse: 72.15; SiP 35 °C; SchmP -130 ° C van der Waals- Kräfte	Molmasse 74.12; SiP 117.7 ° C; SchmP -90 ° C H-Brücken, Dipol-Dipol und van der Waals-Kräfte

Die C-Atome im Butan und Pentan, wie im Butanol sind sp3-hybridisiert. Damit besteht insgesamt keine Polarität nach außen (Ausnahme: Butanol wegen O-H). Durch induzierte Dipole können sich an den Kohlenstoffketten jedoch van der Waals-Kräfte ausbilden.
Die zusätzlichen Dipol-Dipolwechselwirkungen und H-Brücken sorgen beim Butanol für eine Verstärkung der zwischenmolekularen Kräfte, was sich im deutlich höheren Siedepunkt im Vergleich mit Butan ausdrückt.

Abb. 2.4.14
H-Brücken

Abb. 2.4.15
Bindungslängen (nm)
verschiedene H-Brücken

-O-H...O	0,270
-O-H...O-	0,263
-O-H...N	0,288
-N-H...O	0,304
-N-H...O	0,293
-N-H...N	0,310

Bindungslänge O-H im Wasser: 0,097nm

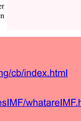
Abb. 2.4.16
Energie H-Brücke (Wasser-Dimer)

Abb. 2.4.18
H-Brücken in DNA und mit Protein
Ausschnitt aus DNA

Abb. 2.4.19
Johannes Diderik van der Waals

Nobelpreis 1910

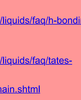
Abb. 2.4.20
Van der Waals-Gleichung



$$P + a\left(\frac{n}{V}\right)^2 (V - nb) = nRT$$

P, V, n, R und T sind die Größen aus der allgemeinen Gasgleichung. a und b sind empirische Parameter, die für jedes Gas verschieden sind. Diese Werte können aus Tabellen entnommen werden.

Abb. 2.4.21
Butan Ih van der Waals-Abstand (links)



n-Butan, SiP -0.6 °C, SchmP -138 °C
höhere Oberflächen, größere Stellfläche, --> höherer SiP und SchmP

Weiterführende Quellen:

chemische Bindung:http://www.imsa.edu/~ishmael/bonding/cb/index.html

Zwischenmolekulare Bindungen:
http://www.chem.unsw.edu.au/UGNotes/hainesIMF/whatareIMF.html

Simulation:
http://antoine.frostburg.edu/chem/senese/101/liquids/faq/h-bonding-vs-london-forces.shtml

Oberflächenspannung:
http://antoine.frostburg.edu/chem/senese/101/liquids/faq/tates-law.shtml

Atomarchiv: http://www.atomicarchive.com/main.shtml

3D-Molekülarchiv:
http://www.nyu.edu/pages/mathmol/library/library.html

Maße: http://home.att.net/~numericana/answer/units.htm

Impressum · Datenschutz